

# LEYES PONDERALES

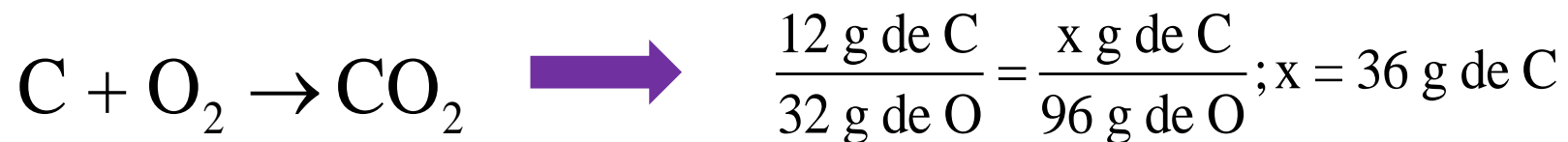
Estequiometría

# Ley de proporciones definidas

“Siempre que dos sustancias se combinan para dar un nuevo compuesto, lo hacen en proporciones fijas y determinadas”.

**Ejemplo:**

Si el C se quema para dar dióxido de carbono, 12 g de C se combinarán con 32 g de oxígeno y resultarán 44 g de dióxido de carbono. ¿Cuánto carbono reaccionará con 96 g de oxígeno?



Esta ley se cumple para cualquier otra pareja de elementos.



Louis Proust  
(1754-1826)

# Ley de proporciones definidas

Ejemplo: Se sabe que 8 g de azufre reacciona con 12 g de oxígeno para dar 20 g de trióxido de azufre:

a) ¿cuántos gramos de oxígeno reaccionarán con 1 g de azufre y qué cantidad de trióxido de azufre se obtendrá?

Azufre + Oxígeno → Trióxido de azufre

$$\frac{8g}{1g} = \frac{12g}{m(O_2)} = \frac{20g}{m(SO_3)}$$

$$m(O_2) = \frac{1g \times 12g}{8g} = 1,5g \quad ; \quad m(SO_3) = \frac{1g \times 20g}{8g} = 2,5g$$

# Ley de proporciones definidas

b) si se descomponen 100 g de trióxido de azufre ¿cuántos gramos de azufre y de oxígeno se obtendrán?

$$\frac{8g}{m(S)} = \frac{12g}{m(O_2)} = \frac{20g}{100g}$$

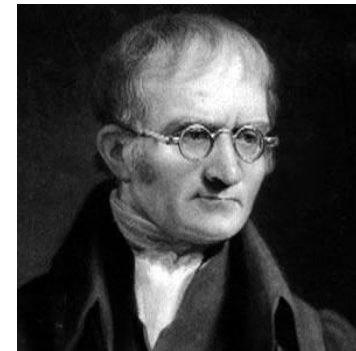
$$m(S) = \frac{100g \times 8g}{20g} = 40g ; m(O_2) = \frac{100g \times 12g}{20g} = 60g$$

# Ley de proporciones múltiples

“Cuando dos o más elementos se combinan para dar más de un compuesto, las cantidades de un elemento que se unen con una cantidad fija de otro guardan entre sí una relación como la de los números enteros más sencillos”.

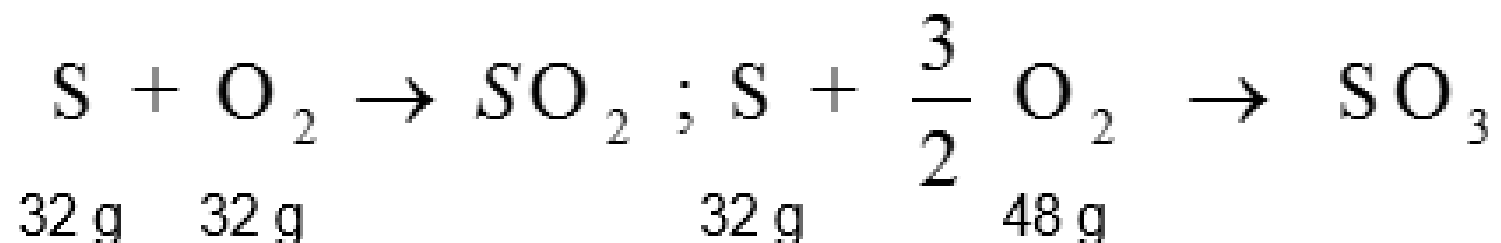
## Ejemplo:

El azufre puede reaccionar con el oxígeno de dos formas para dar dos diferentes compuestos. Si 32 g de azufre se combinan con 32 g de oxígeno tendremos dióxido de azufre, pero si lo hacen con 48 g de oxígeno obtendremos el trióxido de azufre.



John Dalton  
(1766-1844)

# Ley de proporciones múltiples



$$\frac{\text{g de O en SO}_2}{\text{g de O en SO}_3} = \frac{32 \text{ g}}{48 \text{ g}} = \frac{2}{3}$$

Para una masa fija de S, la relación entre las masas de O en los dos compuestos es 2:3.

# Ley de proporciones múltiples

Ejemplo: Dependiendo de las condiciones experimentales 14 g de nitrógeno pueden reaccionar con 8,0g, 16g, 24g, 32g y 40g de oxígeno para dar cinco óxidos diferentes. Comprobar que estos compuesto cumplen la ley de Dalton.

Sean los óxidos I, II, III, IV y V respectivamente. Las distintas masas de O que se combinan con una masa fija de N (14g) guardan las relaciones:

$$\frac{m \text{ Ox. (V)}}{m \text{ Ox. (I)}} = \frac{40 \text{ g}}{8 \text{ g}} = \frac{5}{1} ; \frac{m \text{ Ox. (IV)}}{m \text{ Ox. (I)}} = \frac{32 \text{ g}}{8 \text{ g}} = \frac{4}{1} ;$$

$$\frac{m \text{ Ox. (III)}}{m \text{ Ox. (I)}} = \frac{24 \text{ g}}{8 \text{ g}} = \frac{3}{1} ; \frac{m \text{ Ox. (II)}}{m \text{ Ox. (I)}} = \frac{16 \text{ g}}{8 \text{ g}} = \frac{2}{1}$$

Podrían haberse escogido las masas de oxígeno de cualquier pareja de óxidos.

Por ejemplo:  $\frac{m \text{ Ox. (III)}}{m \text{ Ox. (IV)}} = \frac{24 \text{ g}}{32 \text{ g}} = \frac{3}{4}$

# Ley de proporciones recíprocas

“Las masas de dos elementos que se combinan con una masa de un tercero, guardan la misma relación que las masas de los dos cuando se combinan entre sí”.

Ejemplo 1:

Si 2 g de hidrógeno se combinan con 16 g de oxígeno para dar agua, y 6 g de carbono se combinan también con 16 gramos de oxígeno para dar dióxido de carbono, entonces 2 g de hidrógeno se combinarán con 6 g de carbono al formar metano.



Jeremías Richter  
(1762-1807)



# Ley de proporciones recíprocas

Ejemplo 2:

Si 2g de H se combinan con 16g de O para dar H<sub>2</sub>O. Por otro lado, 6g de C reaccionan con 16g de O para producir CO<sub>2</sub>. Por lo tanto, si el C y el H se combinasen entre sí, sus masas debieran estar en la relación:

$$\frac{\text{masa}_{\text{carbono}}}{\text{masa}_{\text{hidrógeno}}} = \frac{6}{2} = 3$$

Pues bien, existe un compuesto de carbono e hidrógeno, el CH<sub>4</sub>, en el que las masas están en dicha proporción.

$$\frac{\text{carbono}}{\text{hidrógeno}} = \frac{12}{4} :$$



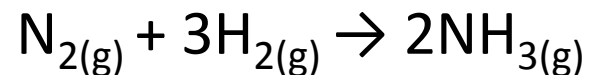
Jeremías Richter  
(1762-1807)

# Ley de volúmenes de combinación

“Cuando reaccionan gases bajo condiciones de temperatura y presión equivalentes, lo hacen en relaciones de volúmenes y números enteros y sencillos”.

Ejemplo 1:

Si hacemos reaccionar 1L de nitrógeno (N<sub>2</sub>) gaseoso con 3L de hidrógeno (H<sub>2</sub>) gaseoso, se producen 2L de amoníaco (NH<sub>3</sub>) gaseoso según:



**Louis Joseph  
Gay-Lussac  
(1778-1850)**

# Ley de volúmenes de combinación

La razón molar entre ellos es 1:3:2; y, como en este caso, tanto reactantes como productos son gases, corresponde también a la razón de los volúmenes de los gases.

Gay-Lussac estableció, además, que el volumen de la combinación de los gases era inferior o igual a la suma de los volúmenes de las sustancias gaseosas que se combinan. La ley solo aplica entre volúmenes de gases.



**Louis Joseph  
Gay-Lussac  
(1778-1850)**